LIGAÇÕES QUÍMICAS



APRESENTAÇÃO

Olá!

Na natureza, os **átomos dos elementos químicos tendem a uma organização natural**, na qual a união de dois ou mais átomos ocorre para formação de compostos mais estáveis do que os elementos em sua forma isolada. Essa união resulta na matéria que podemos ver e pegar, ou nem mesmo ver, apenas sentir como o ar. Mas você já se perguntou por que e como ocorre esse processo e como os átomos permanecem unidos? Os mistérios que envolvem essas perguntas estão relacionados com a **estrutura eletrônica dos átomos envolvidos na formação de compostos químicos**. Como exemplo, o sal de cozinha é a união do átomo do elemento sódio e do elemento cloro, que se tornam íons, Na+ e Cl-, para que uma ligação química possa ocorrer: a ligação iônica. Nessa ligação, ocorre a estabilização de ambos os átomos, que passam a ter a camada de valência contendo um octeto - ou seja, oito elétrons. Isso pode parecer meio estranho, mas a estabilização dos átomos de elementos químicos também ocorre entre outros átomos em outras ligações.

Nesta Unidade de Aprendizagem, você irá entender a **teoria do octeto**, que é a base para compreender a forma que os átomos se unem. Vai aprender que a estabilidade de um átomo pode ser atingida por meio da **doação de elétrons pela ligação iônica** ou pelo compartilhamento de elétrons, que é a característica das ligações covalentes. Vai conhecer, ainda, as **ligações metálicas**, que ocorrem entre átomos de elementos metálicos, que não

seguem a regra do octeto, pois apresentam características particulares. E, para finalizar o estudo, irá conhecer as características que as ligações iônicas e covalentes conferem aos compostos formados, como a solubilidade em água, se conduz ou não eletricidade, sua forma de apresentação física em temperatura ambiente, entre outras. Essas características são, na maioria das vezes, totalmente diferentes entre os compostos iônicos e os moleculares, que permitem identificar se eles são unidos por ligações iônicas ou covalentes.

Bons estudos.

Ao final desta Unidade de Aprendizagem, você deve apresentar os seguintes aprendizados:

- Definir a teoria do octeto.
- Descrever os diferentes tipos de ligações químicas.
- Explicar as características dos compostos iônicos e dos moleculares.



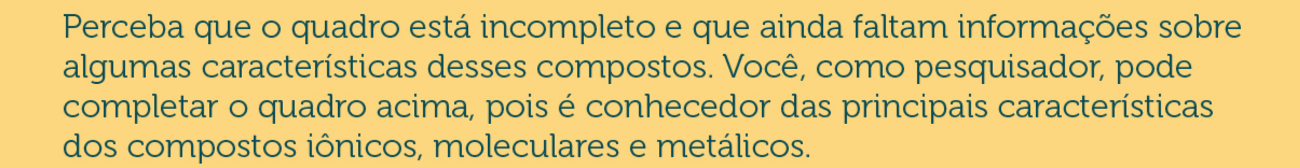
DESAFIO

As características das substâncias podem nos dizer muito sobre quais tipos de forças intramoleculares mantêm os átomos dos elementos químicos unidos.

Supondo que você é um pesquisador e está trabalhando com três compostos não identificados, apenas tem as informações de que as substâncias X, Y e Z apresentam as características físicas resumidas na tabela a seguir:



COMPOSTO	X	Y	Z
Condutibilidade elétrica no sólido	Não conduz	Conduz	?
Condutibilidade elétrica no estado líquido (fundido)	Conduz	Conduz	Conduz/nãoconduz
Condutibilidade elétrica em água	?	Conduz	Não conduz
Quando sofre impacto forte no estado sólido	Quebradiço	?	?
O estado físico mais estável a 25°C 1atm	?	Sólido	Variável
Temperatura de ponto de fusão	Alto	?	Baixo
Temperatura de ponto de ebulição		Muito alto	
Principal característica da ligação	?	?	?
Estrutura gerada no aglomerado de vários átomos	?	?	?
Ligação química que mantém os átomos unidos	?	?	?

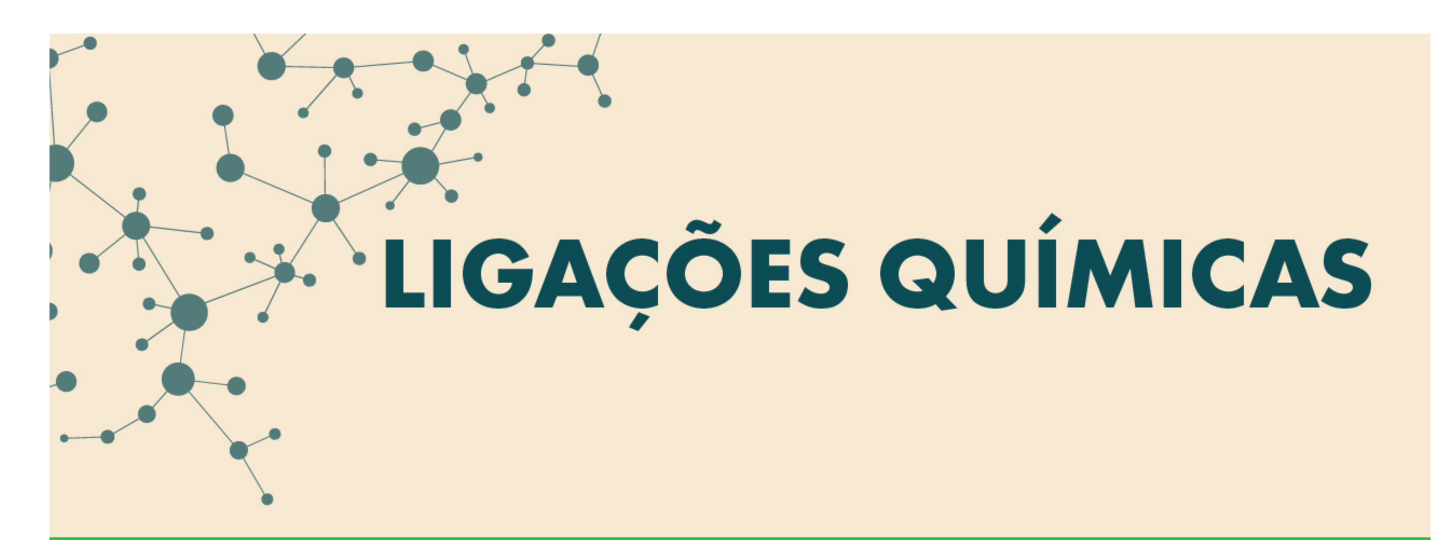


Perceba que o quadro está incompleto e que ainda faltam informações sobre algumas características desses compostos. Você, como pesquisador, pode completar o quadro acima, pois é conhecedor das principais características dos compostos iônicos, moleculares e metálicos.

Dessa forma, preencha as lacunas da tabela e identifique quais substâncias são metálicas, iônicas ou moleculares. Ao final, dê um exemplo de composto para cada uma das substâncias identificadas.

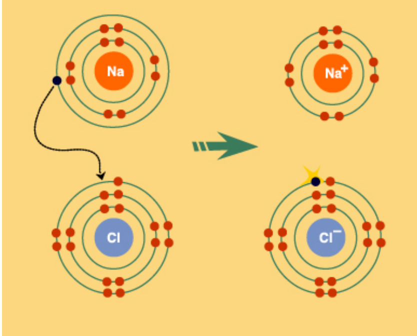
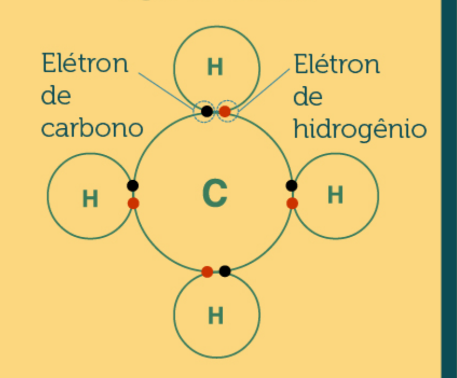
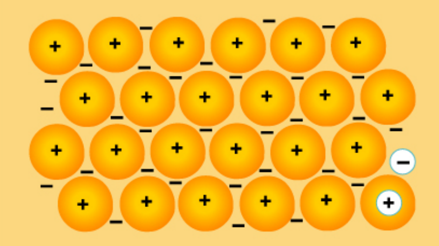
INFOGRÁFICO

Os **compostos iônicos, moleculares e metálicos** são formados por meio da união de átomos por **ligações iônicas, covalentes e metálicas**, respectivamente. Essas conferem as principais características aos materiais e determinam a forma como os encontramos na natureza. Confira, no Infográfico, as principais características das ligações químicas e, ao final do estudo, você poderá reconhecer facilmente as semelhanças e as diferenças entre os aglomerados iônicos, moleculares e metálicos, que formam os respectivos compostos.



LIGAÇÕES QUÍMICAS

TEORIA DO OCTETO

IÔNICA	COVALENTE	METÁLICA
Átomo de Na doa um elétron para o Cl, formando os íons Na^+ e Cl^- para que ambos fiquem com oito elétrons na camada de valência. 	Átomo de C compartilha quatro elétrons com quatro átomos de H, sendo que cada átomo de H pode compartilhar um elétron. O carbono fica com oito elétrons na camada de valência e o H com dois, formando um dubleto. O H é uma exceção à regra do octeto. 	Não segue a regra do octeto. 

PRINCIPAL CARACTERÍSTICA

IÔNICA	COVALENTE	METÁLICA
Transferência de elétrons	Compartilhamento de elétrons	Não segue a regra do octeto.

TEMPERATURA DE PONTO DE FUSÃO E EBULIÇÃO

IÔNICA	COVALENTE	METÁLICA
São altas, e, por isso, os compostos iônicos são sólidos à temperatura ambiente.	Em geral, são mais baixas do que a dos compostos iônicos. Por isso, os compostos moleculares podem se apresentar na forma sólida, líquida e gasosa.	São mais altas do que a dos compostos iônicos. Por isso, são sólidos à temperatura ambiente.

SOLUBILIDADE EM ÁGUA

IÔNICA	COVALENTE	METÁLICA
Em geral, são solúveis e perdem a ligação iônica que mantém os átomos unidos, dissociam-se em íons cátion e ânion.	Em geral, são solúveis. As moléculas dos compostos são dispersas em água sem perderem as ligações covalentes. Exceto em alguns casos, nos quais acontece o rompimento das ligações covalentes e ocorre a formação de íons. Exemplos: $HCl \rightarrow H^{+} + Cl^{-}$ $H2SO4 \rightarrow 2H^{+} + SO_{2}^{-2}$ $H3CCOOH \rightarrow H^{+} + H3CCOO^{-}$	São insolúveis.

CONDUTIVIDADE ELÉTRICA

IÔNICA	COVALENTE	METÁLICA
Conduzem quando fundidos e em solução.	Conduzem apenas quando formam íons em solução.	Alta condutividade.

CONTEÚDO DO LIVRO

As **características das ligações iônicas e covalentes** são originadas a partir das **distribuições de cargas eletrônicas** nos átomos, íons e moléculas.

No capítulo **Ligações químicas**, da obra Química geral e inorgânica, você irá conhecer as ligações iônica, covalente e metálica, por meio das relações entre estrutura eletrônica e a regra do octeto.


QUÍMICA GERAL E INORGÂNICA
Josemere Both

Ligações químicas

Objetivos de aprendizagem

Ao final deste texto, você deve apresentar os seguintes aprendizados:

- Definir a teoria do octeto.
- Descrever os diferentes tipos de ligações químicas.
- Explicar as características dos compostos iônicos e compostos moleculares.

Introdução

Agrupar e classificar objetos em diferentes categorias é um procedimento muito utilizado na ciência, pois facilita a pesquisa e a compreensão do comportamento dos materiais e das regularidades da natureza. Neste capítulo, você vai conhecer como a química classifica os compostos químicos formados pela união de dois ou mais átomos de elementos químicos, por meio das ligações químicas, que formam compostos estáveis e presentes na natureza. O oxigênio (O_2) que respiramos é um exemplo da união de dois átomos de oxigênio (O), que são mais estáveis combinados do que em sua forma elementar. Assim como os átomos de sódio (Na) e cloro (Cl), que estão unidos para formar o sal de cozinha que utilizamos para temperar e realçar o sabor dos alimentos.

Você vai iniciar o estudo sobre as ligações químicas compreendendo a teoria do octeto e a forma de expressão dos elétrons da camada de valência pela estrutura de Lewis. Este conhecimento prévio é importante para avançarmos os estudos e conhecermos as ligações químicas, pois estas são explicadas por meio da estabilidade adquirida pelos compostos com a última camada eletrônica sendo formada por um octeto, ou seja, quando a camada de valência atinge a configuração de um gás nobre. Vamos estudar as ligações iônicas com a formação de íons, as ligações covalentes que formam moléculas por meio do compartilhamento de elétrons e as ligações metálicas — único tipo de ligação que não participa

da regra do octeto. E terminamos o estudo neste capítulo conhecendo mais detalhadamente as características das ligações iônicas e covalentes. Com esses conhecimentos será possível, além de interpretar as propriedades dos materiais, fazer previsões sobre eles.

Teoria do octeto

A observação de que na natureza existe um grupo de substâncias formadas por átomos isolados, os gases nobres, e o não conhecimento, na época, de aglomerados atômicos em que átomos de gases nobres estivessem presentes levou, em 1916, o cientista Gilbert Lewis a elaborar um modelo para as ligações químicas: o modelo do octeto (CHANG; KENNETH, 2013).

O fato de os átomos dos gases nobres não se combinarem mostra que eles são estáveis. Na procura da causa dessa estabilidade, foram analisadas as distribuições eletrônicas dos átomos e conclui-se que todos os átomos, com exceção do gás hélio (He), apresentavam oito elétrons na última camada eletrônica, ou seja, na camada de valência. Como os outros elementos não apresentavam oito elétrons na camada de valência, eles são instáveis. Para se estabilizar, se ligam com outros átomos e, quando isso ocorre, ficam com oito elétrons na camada de valência (KOTZ; TREICHEL, 2005). Assim, para que um átomo esteja em sua forma mais estável, ele precisa estar rodeado por um octeto de elétrons. Daí a tendência das moléculas e do íon de ter estruturas em que oito elétrons cercam o átomo, conhecida como regra do octeto.

O postulado básico da teoria do octeto diz que os átomos se tornam estáveis quando adquirem a estrutura eletrônica de um gás nobre mais próximo da tabela periódica. Para isso, os átomos podem perder, ganhar ou compartilhar elétrons, dando origem às ligações iônicas e covalentes (WELLER et al., 2017). Essas ligações serão objeto de estudo mais adiante neste capítulo.

Estrutura de Lewis

Adiante, vamos conhecer detalhadamente as ligações iônicas, em que as camadas de valência mudam quando os elétrons são transferidos entre átomos, para a formação de íons. Também vamos estudar que, em ligações covalentes, os átomos compartilham elétrons da camada de valência entre si.

Para que possamos discutir essas ligações, é útil saber como se comportam esses elétrons de valência.

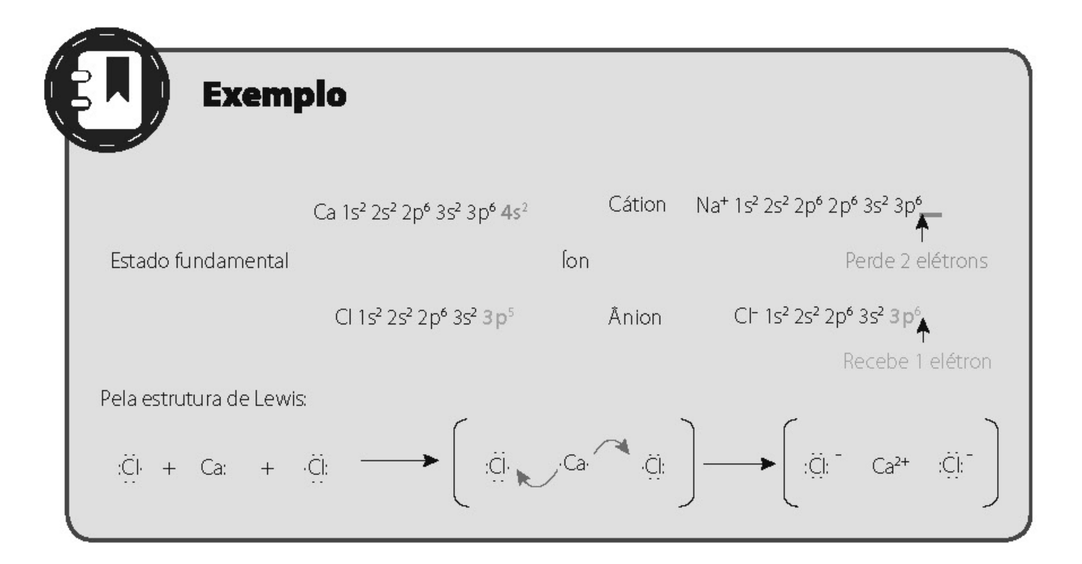
Lewis representou cada elétron de valência como um ponto e arranjou-os em torno do símbolo do elemento. Um ponto representa um único elétron em um orbital e um par de pontos representa dois elétrons emparelhados partilhando o orbital. Alguns exemplos dos símbolos de Lewis para os átomos são:

H· He: :N· ·O· :Cl· K· Mg:

O símbolo de Lewis para o , por exemplo, representa a configuração dos elétrons de valência $2s^2$ $2p^4$, com dois elétrons emparelhados no orbital 2s e 2p e dois elétrons desemparelhados nos outros orbitais 2p. O símbolo de Lewis é um resumo visual da configuração dos elétrons de valência de um átomo que permite acompanhar os elétrons quando um íon se forma. Para deduzir a fórmula de um composto iônico usando os símbolos de Lewis (ATKINS; JONES, 2012):

- Primeiro representa-se o cátion pela remoção de pontos do símbolo do átomo do metal.
- Representamos o ânion transferindo esses pontos para o símbolo de Lewis do átomo do não metal, de modo a completar sua camada de valência.
- Talvez seja necessário ajustar o número de íons de cada tipo para poder acomodar todos os pontos removidos do símbolo do átomo do metal nos símbolos dos átomos do não metal.
- Por fim, escrevemos a carga de cada íon como um sobrescrito, na forma comum, usando colchetes para indicar que a carga dada é a carga total do íon.

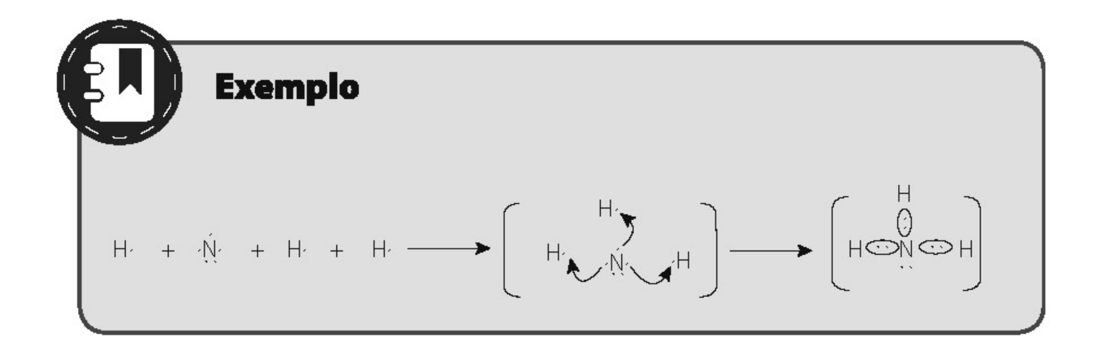
Um exemplo que podemos utilizar é formação de cloreto de cálcio ($CaCl_2$), como segue.



O átomo de cálcio (Ca) perde seus dois elétrons de valência ao formar o íon Ca^{2+}, como cada átomo de Cl pode receber um elétron, dois átomos de Cl são necessários para acomodar os elétrons perdidos do Ca. Assim, a razão de dois íons cloreto por cada íon Ca resulta na fórmula $CaCl_2$.

Para as ligações covalentes, os átomos compartilham elétrons até atingir a configuração de um gás nobre. O nitrogênio (N), por exemplo, tem cinco elétrons de valência e utiliza mais três para completar o octeto. O Cl tem sete elétrons de valência e usa mais um para completar o octeto. O argônio (Ar) já tem um octeto completo e não compartilha elétrons. O hidrogênio (H) utiliza mais um elétron para chegar ao dupleto do He. Como o H completa o dupleto pelo compartilhamento de um par de elétrons, dizemos que ele tem "valência igual a 1" em todos os seus compostos. Em geral, a valência de um átomo é igual ao número de ligações que ele pode formar (ATKINS; JONES, 2012).

Vamos utilizar a molécula de amônia (NH_3) para representar o compartilhamento de elétrons por dois ou mais átomos.



O átomo de N tem em sua camada de valência cinco elétrons (N $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^3$) e necessita compartilhar três elétrons para completar o octeto. Como o H necessita apenas de um elétron para completar seu dubleto, são necessários três átomos de H para compartilhar três elétrons (um para cada H) com um átomo de N. Dessa forma, ambos os átomos se encontram estáveis.

Os círculos foram desenhados em torno de cada elétron compartilhado para mostrar que o N chega ao octeto pelo compartilhamento de três elétrons e o H chega ao dubleto pelo compartilhamento de um par. A valência do H é igual a 1 e a do N é igual a 3. Além dos elétrons compartilhados, a molécula de N tem pares isolados de elétrons, isto é, pares de elétrons de valência que não participam diretamente das ligações.

Para descrever ligações covalentes, utiliza-se uma linha (—) para representar o par de elétrons compartilhado. Uma ligação simples, um par de elétrons compartilhado (A:B), é simbolizada por A—B; da mesma forma, uma ligação dupla, dois pares de elétrons compartilhados (A::B), é representada por (A=B), e uma ligação tripla, três pares de elétrons compartilhados (A:::B), é representada por A≡B. Um par de elétrons de valência não compartilhado em um átomo (A:) é chamado de um par isolado. Embora pares isolados de elétrons não contribuam diretamente para a ligação, eles influenciam na forma da molécula e desempenham um papel importante nas suas propriedades químicas (WELLER et al., 2017). Exemplos de moléculas que têm múltiplas ligações você vai poder acompanhar no estudo das ligações covalentes.



Link

Embora a maioria dos compostos e dos íons obedeça à regra do octeto, há algumas exceções, incluindo as moléculas e os íons que têm menos do que quatro pares de elétrons em um átomo central, aqueles que têm mais do que quatro pares e aqueles que têm um número ímpar de elétrons. Confira no link a seguir um vídeo que fala sobre essas exceções (QUÍMICA, 2017).

https://goo.gl/JVxayS

Tipos de ligações químicas

Com exceção dos gases nobres, encontrados como átomos isolados na natureza, os átomos dos demais elementos químicos geralmente se encontram combinados, dando origem a inúmeras substâncias químicas. A existência dessas substâncias indica uma tendência natural dos átomos de se combinar uns com os outros segundo suas afinidades.

As unidades fundamentais que compõem uma substância são constituídas por agrupamentos de átomos ou íons que se ligam por meio de ligações químicas. Esses agrupamentos conferem às substâncias propriedades distintas, permitindo que as ligações sejam classificadas de acordo com suas propriedades em ligação iônica, ligação covalente e ligação metálica.

Ligação iônica

Como o próprio nome sugere, a ligação iônica ocorre entre íons. Para que se atraiam, esses íons devem ter cargas opostas, ou seja, um deles deve estar na forma de íon positivo, chamado de cátion, e o outro na forma de íon negativo, chamado de ânion (CHANG; KENNETH, 2013). Assim, uma ligação iônica é o resultado da atração eletrostática entre espécies de cargas opostas: os metais, que apresentam alta eletropositividade (tendência em perder elétrons), e os não metais, que apresentam alta eletronegatividade (tendência receber elétrons).

Na formação da ligação iônica, os metais dos grupos 1 e 2 têm a tendência de ceder elétrons (Figura 1a) e os não metais, dos grupos 13 a 17, apresentam a tendência de receber elétrons (Figura 1b).

A tendência de formação de cátions e ânions está relacionada com a estabilidade de cada átomo. Como já discutimos na teoria do octeto, os átomos têm estabilidade maior quando a última camada está preenchida com oito elétrons. Quando um átomo de um metal de um grupo principal forma um cátion, ele perde seus elétrons de valência s e p e adquire a configuração eletrônica do átomo de gás nobre que o precede. Os átomos pesados dos grupos 13/III e 14/IV retêm suas subcamadas completas de elétrons d. Quando átomos de não metais adquirem elétrons para formar ânions, eles o fazem até que seja atingida a configuração eletrônica do gás nobre seguinte (ATKINS; JONES, 2012).

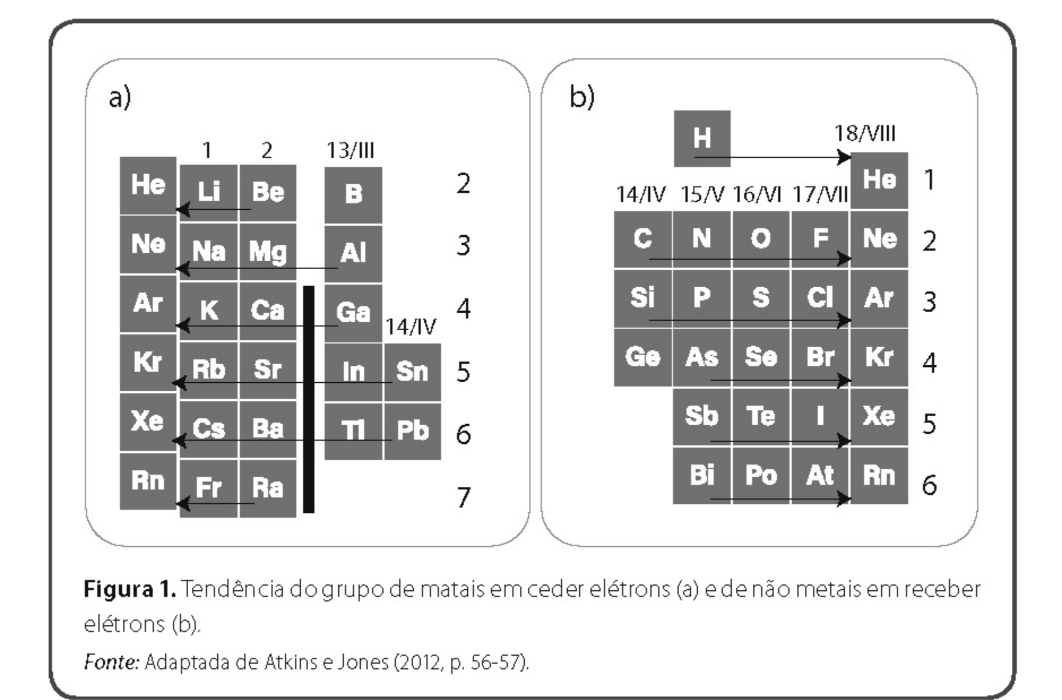
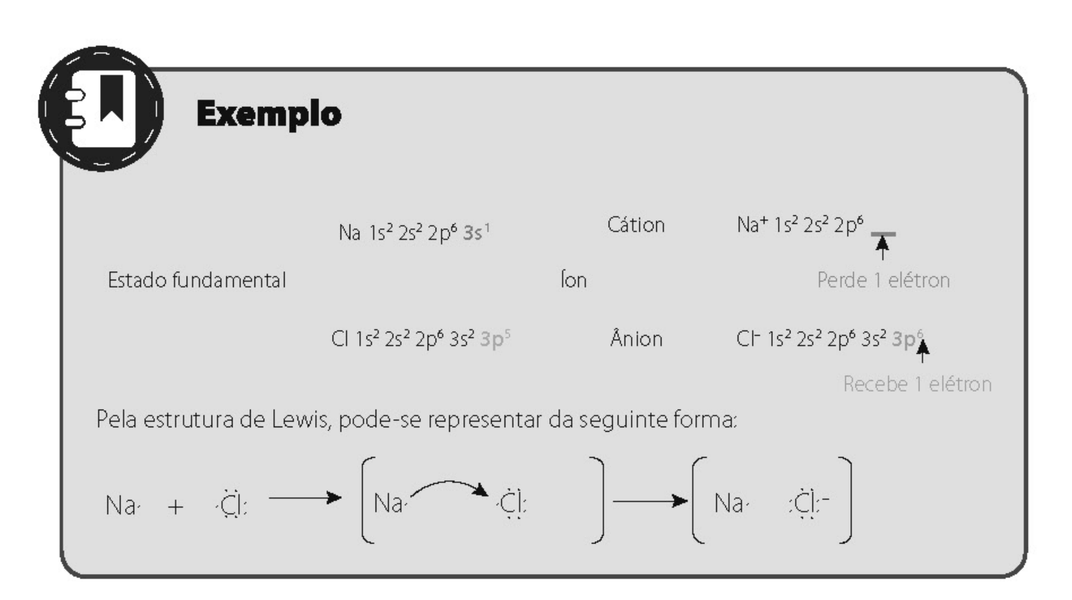


Figura 1. Tendência do grupo de matais em ceder elétrons (a) e de não metais em receber elétrons (b).

Fonte: Adaptada de Atkins e Jones (2012, p. 56-57).

Um exemplo de ligação iônica é a união entre cátions sódio (Na^+) e ânion cloreto (Cl^-), que formam o composto iônico cloreto de sódio (NaCl), composto principal do sal de cozinha. Na formação do NaCl, o elétron da última camada do átomo de Na é transferido para o átomo de Cl. Podemos observar essa tendência comparando as configurações eletrônicas dos dois átomos na forma fundamental e na forma de íon.



Observe que o átomo de Na, ao perder um elétron, fica com oito elétrons no último subnível de energia p (camada 2). No entanto, quando isso ocorre, ele deixa de ser eletricamente neutro e se torna uma partícula eletricamente carregada: um íon. O íon Na apresenta carga +1, pois ele passa a ter 11 prótons e em seu núcleo e 10 elétrons na eletrosfera. Já o átomo Cl, ao receber um elétron, também fica com oito elétrons na última camada (camada 3 subnível s e p). Quando isso ocorre, ele se transforma em um íon com carga -1, pois passa a ter 17 prótons em seu núcleo e 18 elétrons em sua eletrosfera.

É importante ressaltar que os íons Na^+ e Cl^- apresentam estruturas eletrônicas iguais às dos gases nobres neônio (Ne) e Ar, respectivamente.

Um sólido iônico é constituído por um aglomerado de cátions e ânions organizados com formas geométricas bem definidas, características de cada sólido, denominados retículos cristalinos ou cristal iônico. No cristal de NaCl, cada íon Na é rodeado por seis íons Cl e cada íon cloro por seis íons de Na A Figura 2 representa a organização do cristal NaCl.

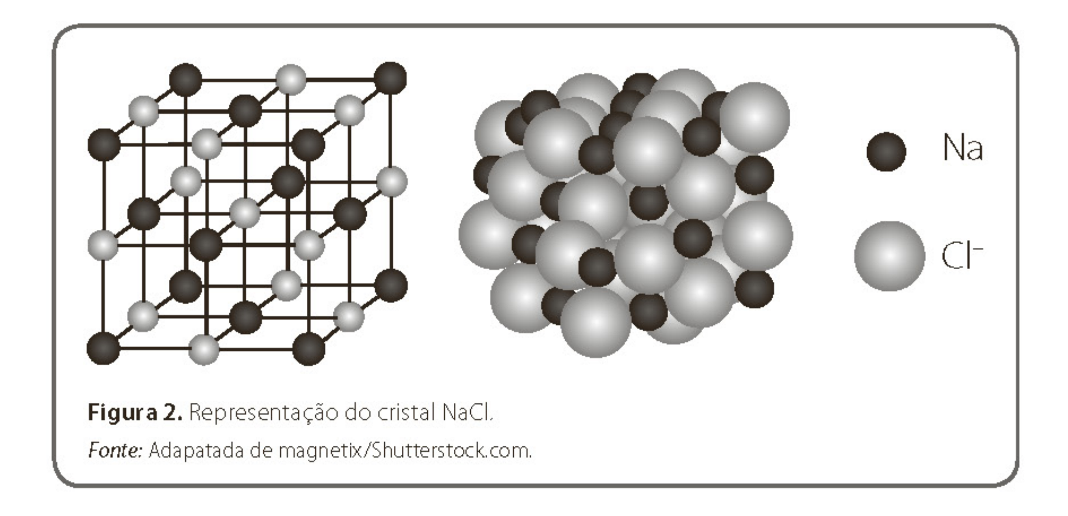
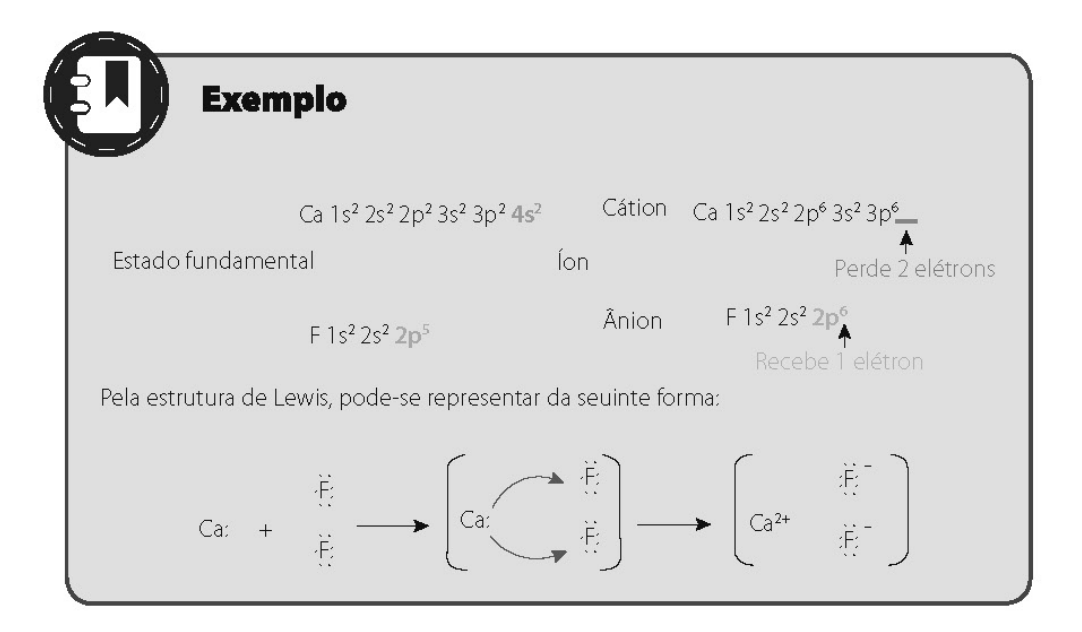


Figura 2. Representação do cristal NaCl.
Fonte: Adapatada de magnetix/Shutterstock.com.

As substâncias formadas por ligações iônicas são representadas por formulas empíricas. A fórmula empírica do cloreto de sódio é NaCl. Ela nos informa que o cristal dessa substância é formado pela mesma proporção de íons Na^+ e Cl^-.

Embora um composto iônico seja formado por íons, ele é eletricamente neutro, pois a quantidade de carga positiva é igual à quantidade de carga negativa, ou seja, a quantidade de elétrons cedidos pelo metal deve ser igual à quantidade de elétrons ganhados pelo não metal.

Vamos observar mais um exemplo de ligação iônica, formada pelos elementos Ca e flúor (F), o fluoreto de cálcio (CaF_2).



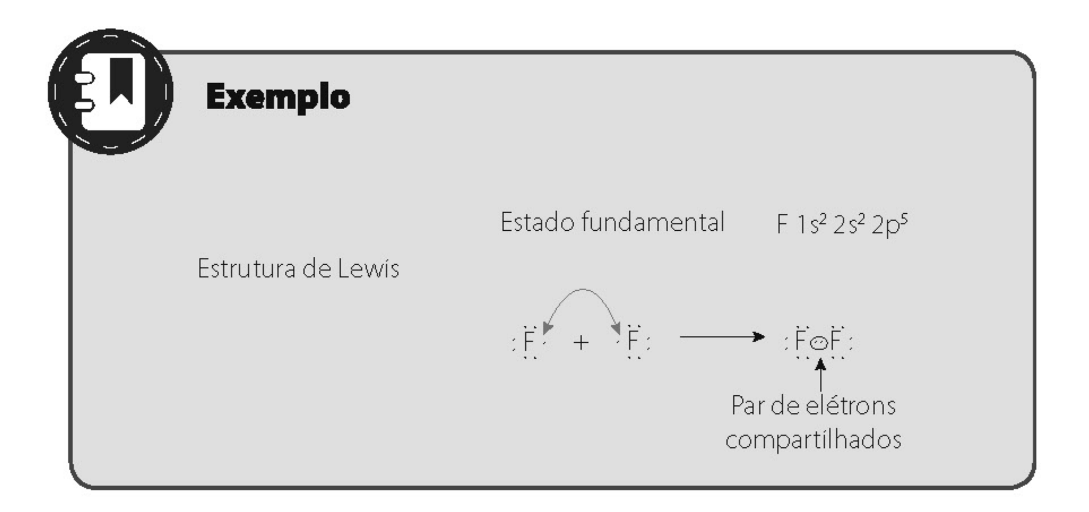
Nesse caso, o átomo de Ca perde dois elétrons, fica com a estrutura eletrônica do gás nobre Ar e transforma-se em um íon com duas cargas positivas. Cada átomo de F pode receber apenas um elétron, pois tem sete elétrons na última camada (camada 2, subnível s e p). Assim, são necessários dois átomos de F para receber os dois elétrons cedidos pelo Ca. Temos, portanto, a formação de Ca^{2+} e F^-.

O composto fluoreto de cálcio é representado pela fórmula CaF_2, o que indica que o cristal dessa substância é formado pelos íons Ca^{2+} e F^- na proporção de um íon Ca^{2+} para dois íons F^-.

Ligação covalente

Esse tipo de ligação ocorre entre átomos que apresentam alta eletronegatividade, não metais e entre H e não metais. Nesse caso não ocorre a transferência de elétrons de um átomo para outro, como ocorre na ligação iônica, mas ocorre o compartilhamento de pares de elétrons. As substâncias formadas por ligações covalentes são chamadas substâncias moleculares e o agregado atômico formado é chamado molécula (CHANG, 2010).

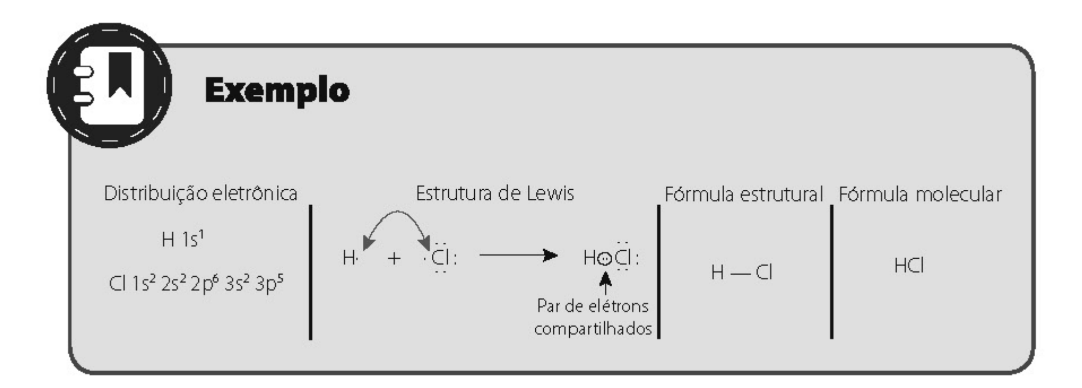
Um exemplo de substância molecular é o gás F. As moléculas dessa substância são formadas por átomos do elemento flúor ($_9F$) que apresentam a seguinte distribuição eletrônica:



Como cada átomo de flúor apresenta em sua última camada sete elétrons, é necessário mais um elétron para que ele adquira a estrutura eletrônica do gás nobre Ne. Isso é feito por meio do compartilhamento de um elétron de outro átomo de flúor. Observe no exemplo acima que existe um par de elétrons compartilhados, ou seja, um par de elétrons comum aos dois átomos: cada elétron é proveniente de um átomo. Esses elétrons são atraídos simultaneamente pelos dois núcleos e são responsáveis pela formação da ligação covalente.

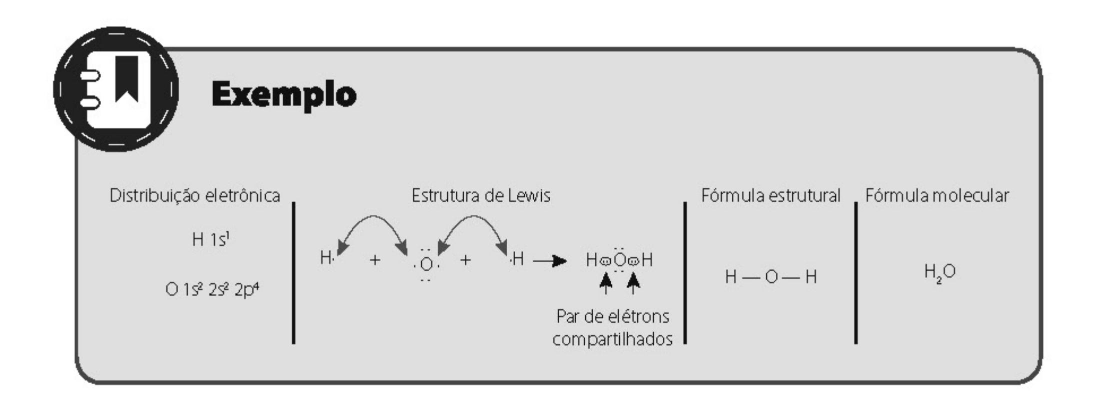
Além da representação pela estrutura de Lewis, uma substância pode ser representada pela fórmula estrutural, em que o par de elétrons compartilhado é representado por um traço, como segue: F — F. E, ainda, pela fórmula molecular que indica o tipo e quantidade de átomos presentes na molécula: F_2.

Vamos conhecer mais um exemplo de ligação covalente, entre o H e o Cl, que formam o cloreto de hidrogênio (HCl).



Nesse caso, ocorre a ligação entre átomos de H e de Cl. O H está situado na família 1 ou 1A e o Cl na família 17 ou 7A da tabela periódica. Eles apresentam, portanto, um e sete elétrons na última camada, respectivamente, e necessitam, cada um, compartilhar um elétron para adquirir a estrutura eletrônica estável de um gás nobre.

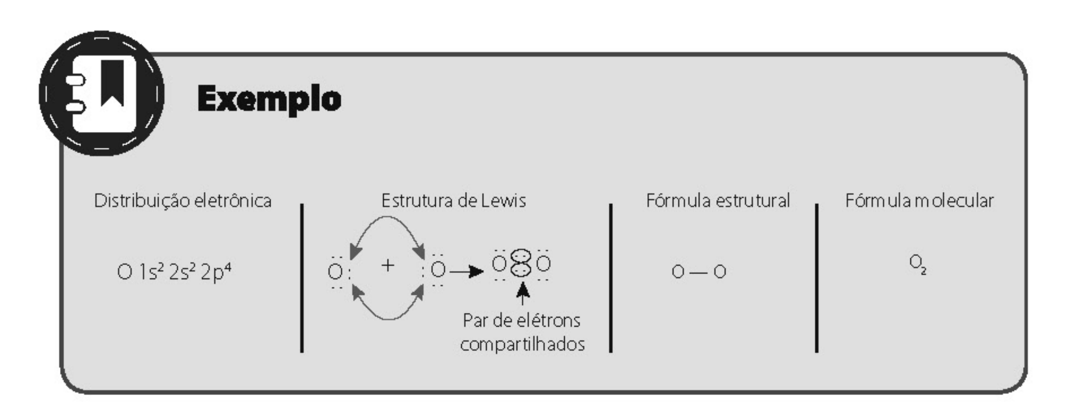
As ligações covalentes podem formar moléculas que envolvem dois ou mais átomos. A molécula de água (H_2O) é um exemplo envolvendo dois átomos de H e um átomo de O.



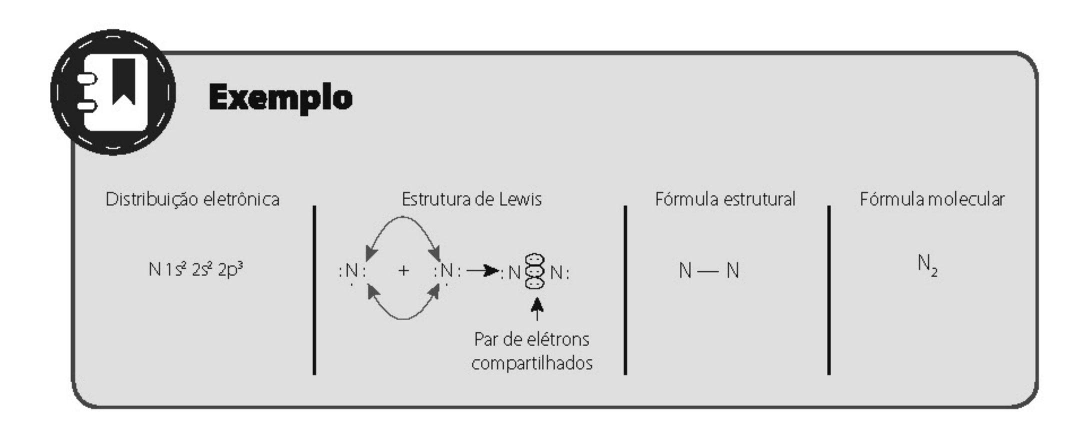
O oxigênio está localizado na família 16 ou 6A da tabela periódica. Seus átomos apresentam seis elétrons na última camada e, portanto, necessitam de mais dois elétrons para adquirir a configuração eletrônica de um gás nobre. Como o átomo de H necessita apenas de um elétron, dois átomos de H se combinam com um O, resultando na molécula de H_2O.

Nas ligações covalentes, além de realizar o compartilhamento de um elétron entre átomos iguais ou diferentes, também pode ocorrer o compartilhamento de dois e três elétrons. Vamos utilizar dois exemplos para ilustrar as ligações covalentes duplas e triplas.

As ligações entre os átomos de O para formar o gás oxigênio (O_2) é um exemplo de ligação covalente com compartilhamento de duas duplas de elétrons. Cada átomo de O, por apresentar seis elétrons na última camada, necessita compartilhar dois elétrons para adquirir oito elétrons na última camada. Nesse caso, então, cada átomo contribui com dois elétrons para formar a ligação. Dois pares de elétrons são compartilhados originando uma dupla ligação.



A ligação entre átomos de N na molécula de gás nitrogênio (N_2) é um exemplo de ligação covalente tripla. O N está situado na família 15 ou 5A da tabela periódica. Seus átomos necessitam compartilhar três elétrons para ficar com oito elétrons na última camada e se tornarem estáveis. Cada átomo de N contribui com três elétrons para formar a ligação. Três pares de elétrons são compartilhados originando uma tripla ligação.





Fique atento

Polaridade das moléculas

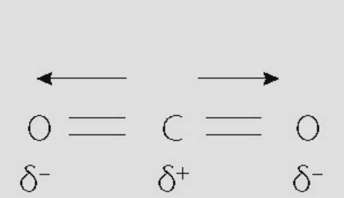
Da mesma forma que a ligação covalente ocorre entre dois átomos do mesmo elemento, ela pode ocorrer entre átomos de elementos químicos diferentes. Vejamos, por exemplo, a formação da molécula de H_2O, em que dois átomos de H unem-se a um átomo de O. Quando dois átomos de H aproximam-se do átomo de O, os elétrons da camada de valência dos átomos de H são atraídos pelo núcleo do átomo de O e formam-se as duas ligações covalentes. O resultado é a molécula de H_2O.

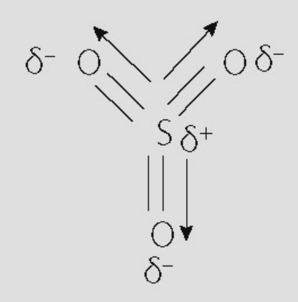
H — O — H

Entretanto, há uma diferença entre ligação covalente H—O e a ligação H—H. Enquanto na molécula de H_2 o par de elétron encontra-se distribuído igualmente entre os núcleos, nos núcleos de H e O (H—O) o mesmo não acontece, uma vez que o átomo de O exerce maior força atrativa sobre o par de elétrons compartilhado do que no átomo de H. Em razão da diferença de intensidade entre as forças de atração, essa ligação é denominada **ligação covalente polar**, porque o par de elétrons encontra-se na maior parte do tempo mais próximo a um dos polos atrativos — no caso, o átomo de O. Portanto, qualquer ligação covalente que une átomos de elementos diferentes, cujas intensidades de atração dos núcleos sobre o par de elétrons da ligação são diferentes, resulta em uma ligação covalente polar. Já quando ocorre a ligação covalente entre dois átomos iguais, e a intensidade de atração dos elétrons pelo núcleo é a mesma, temos uma **ligação covalente apolar**.

Como a maioria dos elementos químicos exerce atração de diferentes intensidades, torna-se necessária a criação de um critério, ou de uma média, que forneça algum dado a respeito dos elementos e de suas capacidades de atração dos elétrons envolvidos em ligações covalentes. Para determinar onde se localizam o polo negativo (δ-) e o polo positivo (δ+) em uma ligação covalente polar, utiliza-se a escala numérica denominada de **eletronegatividade**. A eletronegatividade é a propriedade que mede a capacidade de os átomos atraírem os elétrons que participam das ligações covalentes.

Uma molécula é **apolar** quando exibe simetria ao redor do átomo central no arranjo das ligações, de forma que os dipolos se neutralizem um ao outro ou quando todas as ligações existentes na molécula são apolares. Podemos utilizar a molécula de gás carbônico (CO_2) e a molécula do trióxido de enxofre (SO_3).





O polo positivo está localizado no átomo central de cada molécula, que são menos eletronegativos, e os polos negativos estão localizados nos átomos de oxigênio, que são mais eletronegativos. As moléculas têm dipolos iguais que se anulam mutuamente, resultando em uma molécula apolar, embora as ligações sejam polares.

No caso das moléculas **polares**, os dípolos não são simétricos e, portanto, seus efeitos não se anulam mutuamente, gerando uma polarização. A molécula de H_2O e a molécula de NH_3 são exemplos de moléculas polares.



Nessas duas moléculas, os dipolos não apontam diretamente um para o outro, como no CO_2, logo, as polaridades das ligações não se anulam. Por isso, os efeitos não se neutralizam e a molécula comporta-se como um dípolo.

Fonte: Kotz e Treichel (2005).

Ligação metálica

Os metais são substâncias simples de elementos metálicos ou misturas homogêneas dessas substâncias (ligas metálicas). Os núcleos dos átomos de elementos metálicos apresentam, geralmente, baixa atração pelos elétrons localizados na última camada, justificando os baixos valores de potencial de ionização, afinidade eletrônica e eletronegatividade. Supõem-se que os átomos que apresentam essas características, quando se unem, formam uma estrutura em que os elétrons da última camada não ficam restritos ao respectivo átomo, mas circulam por todo o material. Com a aproximação, os núcleos dos átomos vizinhos exercem pequena atração nos elétrons da última camada dos outros átomos, deixando esses elétrons mais “soltos” e criando um mar de elétrons (PERUZZO; CANTO, 2011).

As principais características comuns dos metais podem ser explicadas por esse modelo, no qual os cátions dos elementos metálicos estão dispostos em um retículo cristalino e elétrons circulam livremente entre eles. Esse modelo é conhecido como modelo de mar de elétrons, pois os cátions metálicos estão imersos nos elétrons livres. A Figura 3 representa o modelo de ligação metálica: nuvem de elétrons.

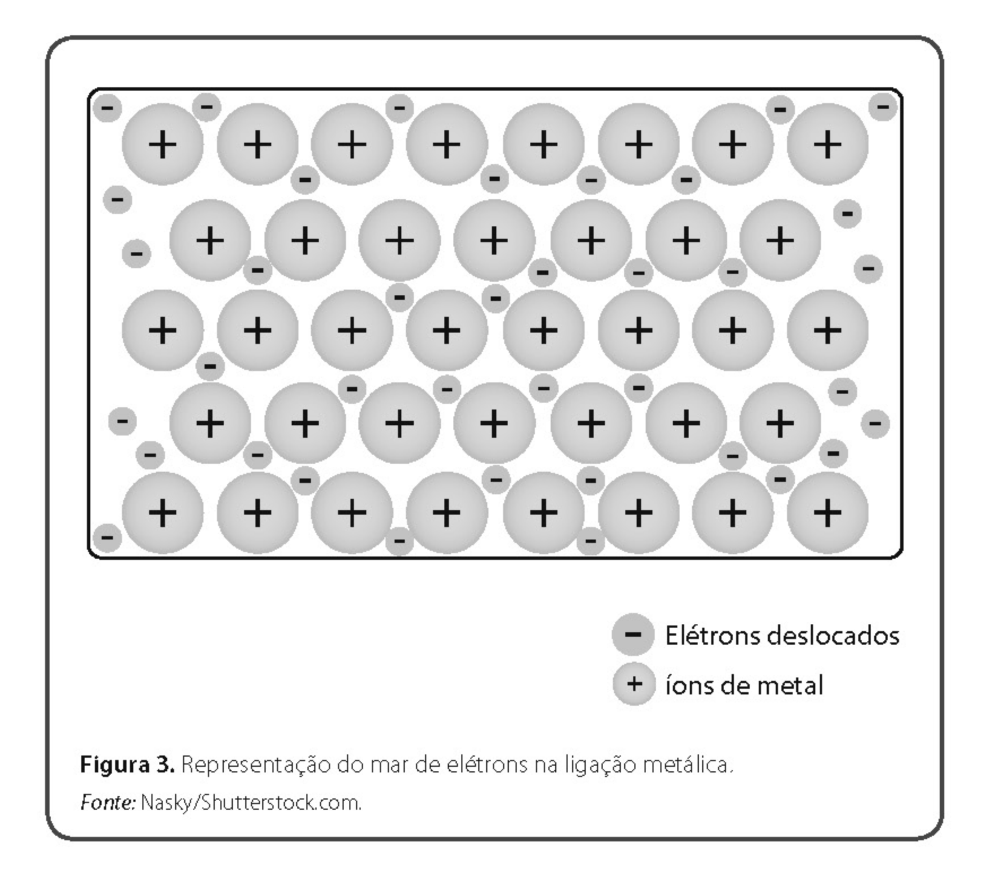


Figura 3. Representação do mar de elétrons na ligação metálica.
Fonte: Nasky/Shutterstock.com.

A esperada repulsão entre cátions é neutralizada pela presença dos elétrons. A estabilidade da ligação é obtida pelo ganho de energia na formação da ligação envolvendo diversos átomos. Contudo, em um composto metálico, ou em um metal, os átomos não se encontram com o octeto completo.

A liberdade de movimentação de elétrons explica a condução de eletricidade (movimentação ordenada de cargas) decorrente da aplicação de um potencial elétrico. O movimento dos elétrons pelo material aumenta a eficiência da condução de calor, facilitando a transferência de movimento entre os átomos. A maleabilidade pode ser explicada pelo arranjo do retículo metálico em razão da tensão mecânica: a aproximação dos cátions provocaria repulsões amenizadas pelo movimento dos elétrons, não ocorrendo ruptura do material, mas sim um deslizamento dos átomos e o rearranjo do retículo (PERUZZO; CANTO, 2011).



Link

Atração entre as moléculas: forças intermoleculares

Você conheceu neste capítulo as ligações iônica, covalente e metálica. Essas são ligações intermoleculares realizadas pelos átomos. Neste link, você vai poder conhecer as ligações químicas intermoleculares, ou seja, as ligações que são realizadas entre as moléculas: dipolo-dipolo, dipolo induzido e ligações de hidrogênio (QUÍMICA, [201-?].

https://goo.gl/4sbMXq

Características dos compostos iônicos e compostos moleculares

A estrutura atômica e as ligações químicas que ocorrem entre os átomos para formar compostos iônicos ou moleculares conferem algumas características que possibilitam identificação e diferenciação dos compostos. Existem substâncias com altas temperaturas de ponto de fusão e ebulição, outras com baixas temperaturas de ponto de ebulição e fusão, algumas são solúveis em H_2O ou são insolúveis. A explicação para tal diversidade deve ser buscada na estrutura atômica e nas ligações realizada pelos átomos dos compostos. Abordaremos a seguir as características para compostos iônicos e moleculares.

Características dos compostos iônicos

Os agregados cristalinos formados pelos compostos iônicos são duros e quebradiços, pois apresentam um arranjo regular de átomos e interações eletrostáticas (atração entre íons de cargas opostas), fortes. Os sólidos iônicos são frágeis porque as atrações e repulsões são fortes. Não podemos empurrar um bloco de íons que está em uma região do cristal por meio dos íons de uma região vizinha, pois quando batemos em um sólido iônico, íons de mesma carga entram em contato e se repelem (ATKINS; JONES, 2012). As repulsões resultantes fazem com que ele se despedace em fragmentos, como a Figura 4 representa.

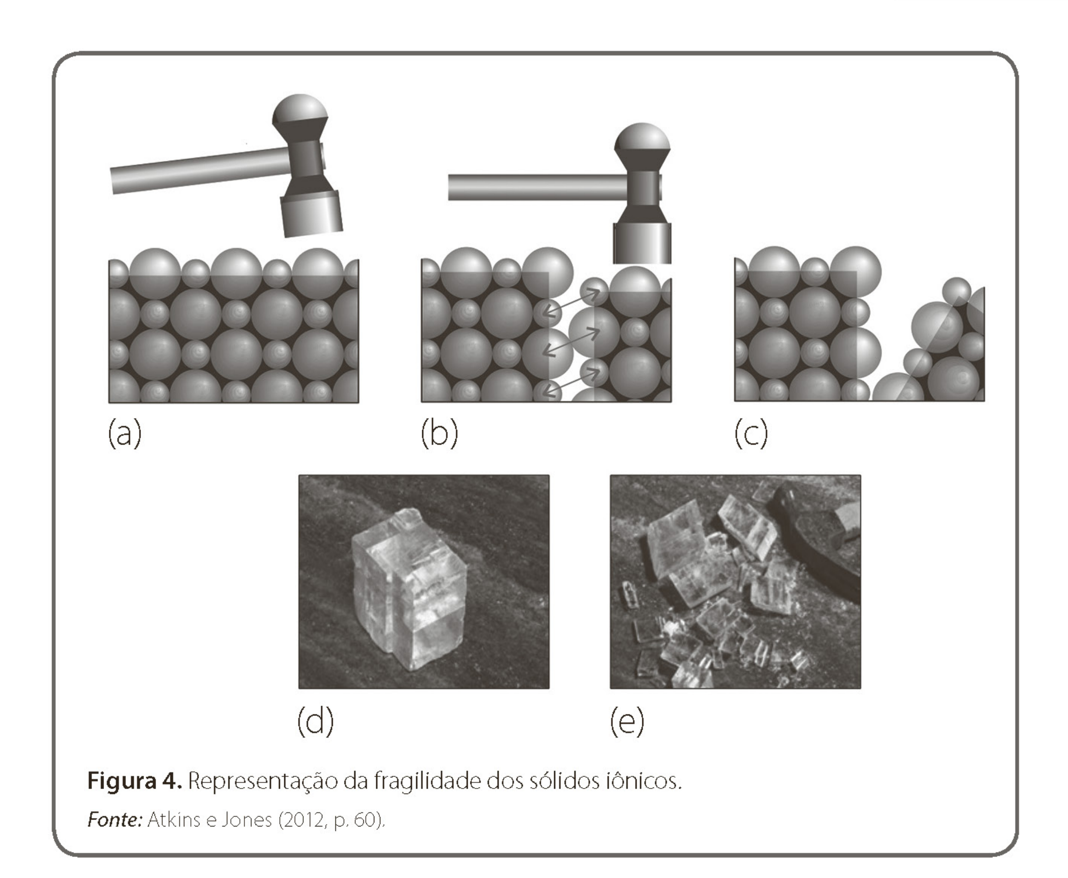


Figura 4. Representação da fragilidade dos sólidos iônicos.
Fonte: Atkins e Jones (2012, p. 60).

Essa sequência de imagens mostra o exemplo da fragmentação de uma amostra de calcita ($CaCO_3$) e a causa de sua fragilidade. O sólido original é um arranjo ordenado de cátions e ânions, como apresentado na Figura 4a. Um golpe de martelo pode empurrar os íons para posições em que os cátions se aproximam de outros cátions e os ânions se aproximam de outros ânions (Figura 4b), fazendo com que a proximidade de cargas carregadas eletricamente de mesmo sinal provoca fortes forças repulsivas (mostradas pelas setas duplas). Como resultado das forças repulsivas, o sólido se fragmenta (Figura 4c). As faces lisas dessa amostra de $CaCO_3$ são feitas pelo arranjo regular de íons Ca e carbonato (CO_3-_2) (Figura 4d) e o golpe de martelo fragmenta o cristal, deixando superfícies chatas e regulares formadas por planos de íons (Figura 4e).

Essa mesma relação pode ser utilizada para outras estruturas cristalinas, como o NaCl. Quando observado seu cristal, notamos que seus íons ocupam posições bem definidas, o que garante sua estabilidade. Qualquer esforço aplicado na superfície do cristal resulta na mudança da posição dos íons, causando instabilidade, favorecendo a aproximação das cargas de mesmo sinal e a consequente repulsão entre elas, causando a quebra do cristal na região do esforço.

A atração mútua entre os íons de cargas opostas ocorre em toda a extensão dos cristais iônicos e não somente entre seus íons mais próximos, ou seja, as forças eletrostáticas estão direcionadas para qualquer dimensão do cristal. Isso leva a outra característica dos compostos iônicos: elevadas temperaturas de ponto de fusão e ebulição (ATKINS; JONES, 2012). Os compostos iônicos se apresentam no estado sólido em temperatura ambiente. Para fundir um cristal iônico, são necessárias altas temperaturas e, logo, são necessárias grandes quantidades de energia em forma de calor para se alcançar a fusão (passagem do estado físico sólido para o líquido) e a ebulição (passagem do estado físico líquido para vapor).

Os compostos iônicos não conduzem corrente elétrica na fase sólida. A condição para conduzir corrente elétrica é a existência de cargas em movimento, sejam elétrons ou íons, em razão da influência de um campo elétrico. Como o cristal iônico na fase sólida não proporciona essa condição de movimento dos íons, torna-se impossível haver a condução de eletricidade. Entretanto, quando o cristal iônico é fundido, as substâncias tornam-se condutoras de eletricidade, pois é desfeita a ordem do cristal, o que possibilita o movimento dos íons, permitindo a condução da corrente elétrica (PERUZZO; CANTO, 2011).

Por fim, os compostos iônicos são solúveis em H_2O. Para exemplificar a dissolução de compostos iônicos em H_2O, vamos utilizar mais uma vez o composto NaCl. Quando colocamos uma quantidade de sal de cozinha (NaCl) em H_2O, as moléculas de H_2O atraem os íons de sódio (Na^+) e cloreto (Cl^-) localizados na superfície do cristal. Esse pequeno deslocamento retira esses íons da posição inicial, desfazendo sua estabilidade. Isso possibilita que as moléculas de H_2O que cercam o cristal associem-se a esses íons e afastem--nos do cristal. O processo é repetido até que o sólido cristalino de desfaça. Quando o cristal se dissolve completamente, o sistema formado assume aspecto homogêneo (PERUZZO; CANTO, 2011). Os íons dissolvidos estão separados uns dos outros, e cada um deles é circundado por moléculas de H_2O, conforme ilustrado na Figura 5.

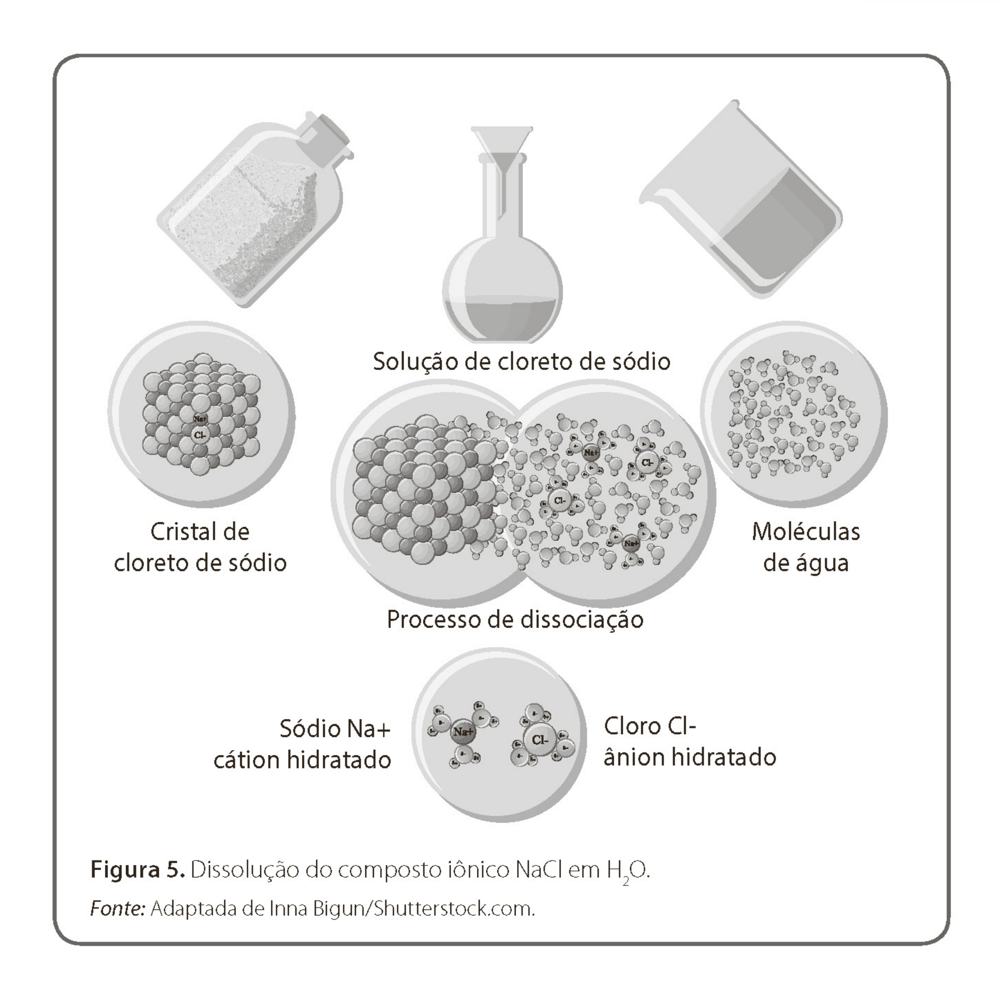


Figura 5. Dissolução do composto iônico NaCl em H_2O.
Fonte: Adaptada de Inna Bigun/Shutterstock.com.

Como os íons estão dissociados em H_2O, ou seja, livres, a solução conduz corrente elétrica. Em alguns casos esse comportamento de dissolução é previsível, como, por exemplo, nos cloretos dos metais dos grupos 1 e 2 da tabela periódica, que são solúveis em H_2O à temperatura ambiente.

Características dos compostos moleculares

Os compostos moleculares têm temperaturas de ponto de fusão e ebulição variados. Essa variação depende da polaridade das moléculas. De modo geral, podemos indicar que compostos formados por moléculas polares, ou seja, que têm um dipolo resultante, são baixos, pois as forças de atração entre dipolos são fracas. Em outras palavras, as interações eletrostáticas entre os átomos nas ligações covalentes são mais fracas quando comparadas com as ligações iônicas. Os compostos formados por molécula apolares, que não têm dipolo

resultante, são extremamente baixos, pois as forças de atração entre dipolos induzidos são muito fracas (PERUZZO; CANTO, 2011). Essas características fazem com que encontremos os compostos em vários estados físicos, em temperatura ambiente. Alguns compostos moleculares são gasosos, outros são líquidos e outros, sólidos.

Em ligações iônicas em que a atração é forte entre os íons, os aglomerados cristalinos formam estruturas sólidas em temperatura ambiente. Já H_2O tem ligação covalente formando moléculas e não tem a presença de íons, isso faz com que a atração entre as moléculas seja mais fraca. Já o gás He é estável como átomo e tem atração quase que nula entre seus átomos, logo, é um gás. Isso também ocorre com a molécula de gás oxigênio (O_2), que é formada por dois átomos de O. No oxigênio, a intensidade entre as forças de atração entre os átomos de O é de mesma intensidade e isso resulta em ligações covalentes apolares (sem a formação de dipolo). Logo, ocorre uma baixa atração entre as moléculas de O, menor que em H_2O, formando, assim, um gás a temperatura ambiente.

Os compostos moleculares, quando puros, não conduzem eletricidade. Isso se deve à ausência de íons e elétrons que podem se movimentar na presença de um campo elétrico. Entretanto, alguns compostos moleculares, quando dissolvidos em H_2O, são capazes de conduzir corrente elétrica. Essa característica está associada à solubilidade dos compostos moleculares (ATKINS; JONES, 2012).

O açúcar comum (sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$) é um composto molecular formado por ligações covalentes entre O, carbono (C) e H. Quando um cristal de açúcar é dissolvido em H_2O, as interações entre as moléculas de açúcar são substituídas pela interação entre as moléculas de açúcar com as de H_2O. Apesar de o retículo cristalino se desfazer, as ligações covalentes de cada molécula de açúcar permanecem, e a solução obtida é denominada solução molecular. Esse tipo de solução não conduz corrente de eletricidade, pois o processo que ocorre é apenas o da dissolução, em que as moléculas de açúcar são dispersas pelas moléculas de H_2O, como representado na Figura 6a.

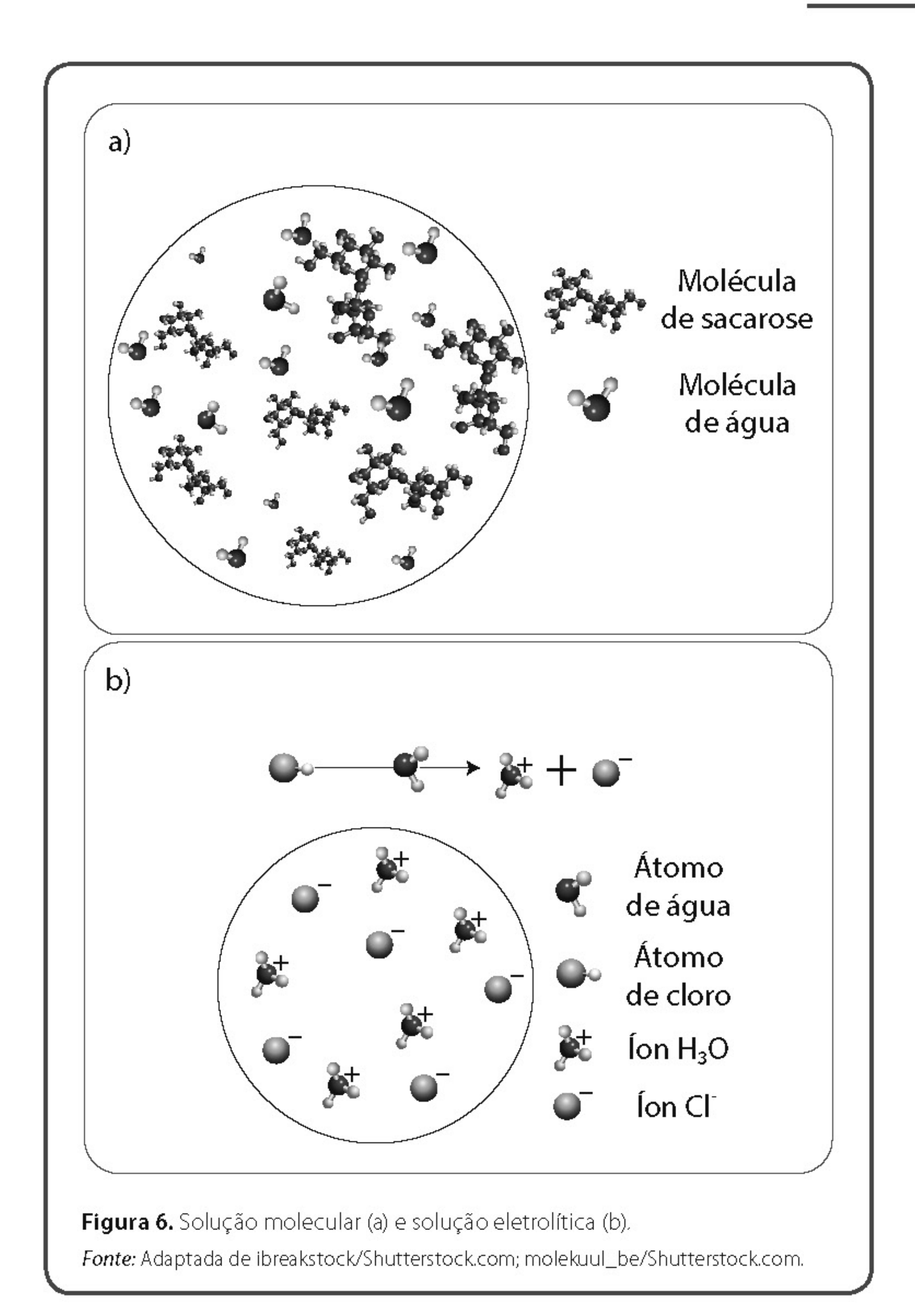


Figura 6. Solução molecular (a) e solução eletrolítica (b).
Fonte: Adaptada de ibreakstock/Shutterstock.com; molekuul_be/Shutterstock.com.

O HCl é um composto molecular. Quando dissolvido em H_2O, ocorre uma interação entre as moléculas de HCl e H_2O. A ligação covalente entre os átomos de H e os átomos de Cl é rompida e ocorre a formação dos íons Cl^- e H_3O^+. Esse processo é chamado de ionização. A solução obtida, denominada eletrolítica, é capaz de conduzir eletricidade. A Figura 6b representa a solução eletrolítica com íons Cl^- e H_3O^+.

Assim, podemos concluir que, em solução, os compostos moleculares não conduzem eletricidade, pois a molécula mantém as ligações covalentes entre os átomos que a compõem. Porém, podem conduzir eletricidade quando as ligações covalentes são rompidas e ocorre a formação de íons.



Referências

ATKINS, P.; JONES, L. *Princípios de química*: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 5. ed. Porto Alegre: Bookman, 2012.

CHANG, R. *Química geral*: conceitos essenciais. 4 ed. Porto Alegre: AMGH, 2010.

CHANG, R.; KENNETH, G. A. *Química*. 11. ed. Porto Alegre: AMGH, 2013.

KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. *Química geral e reações químicas*. São Paulo: Thomson, 2005.

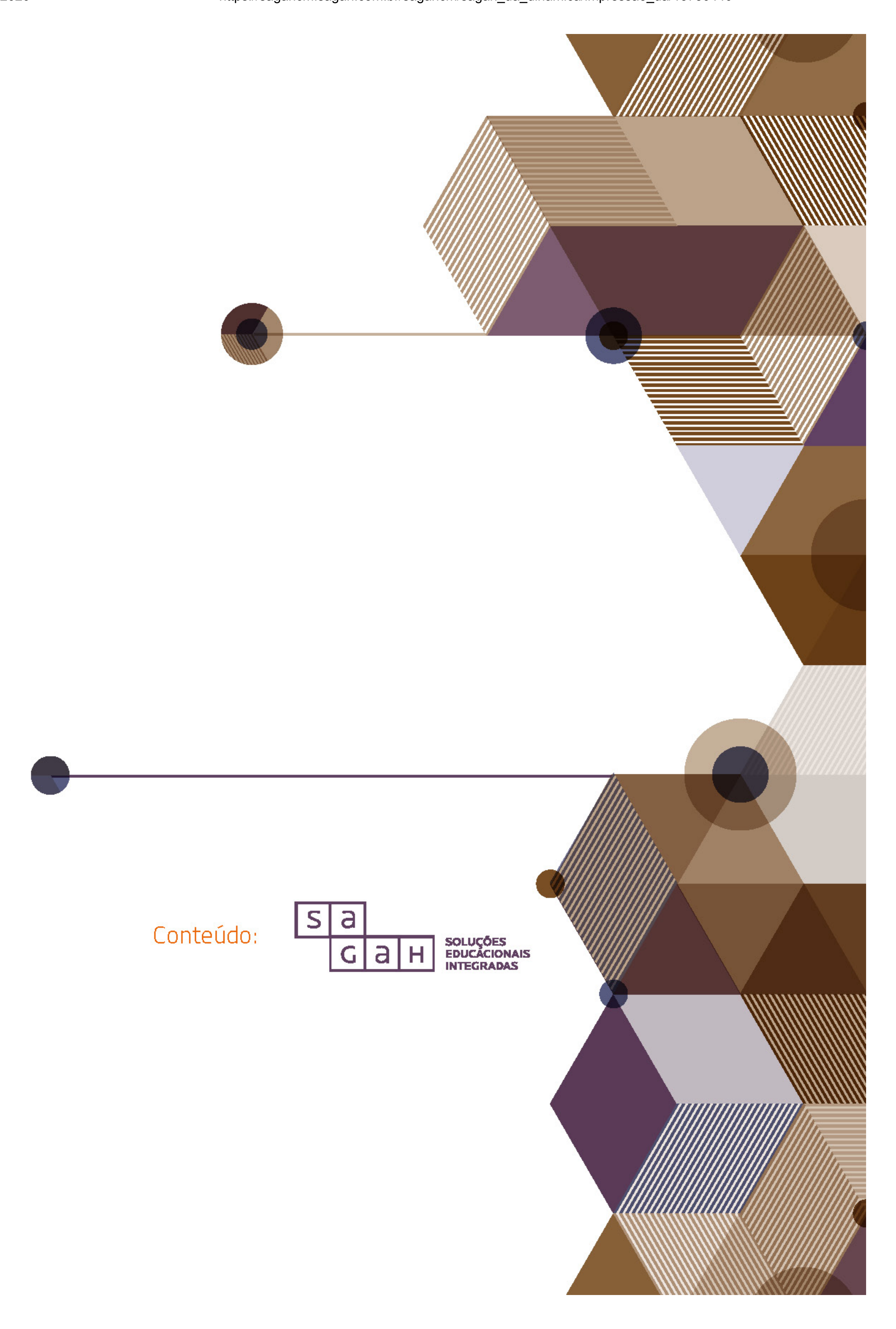
PERUZZO, F. M.; CANTO, E. L do. *Química*: na abordagem do cotidiano: volume único. 3. ed. São Paulo: Moderna, 2011.

QUÍMICA do macro ao micro. *Forças intermoleculares*. [201-?]. Disponível em: <https://goo.gl/4sbMXq>. Acesso em: 12 out. 2018.

QUÍMICA UFRN - exceções da regra do octeto: resumo da aula. Videoaula ministrada por Fernando Volpi. [S. l.], 2017. 1 vídeo (3min8s). Disponível em: <https://goo.gl/JVxayS.>. Acesso em: 12 out. 2018.

WELLER, M. et al. *Química inorgânica*. 6. ed. Porto Alegre: Bookman, 2017.

Encerra aqui o trecho do livro disponibilizado para esta Unidade de Aprendizagem. Na Biblioteca Virtual da Instituição, você encontra a obra na íntegra.


Conteúdo:
s a
G a H
SOLUÇÕES
EDUCACIONAIS
INTEGRADAS

DICA DO PROFESSOR

Os átomos que formam as moléculas são unidos por **ligações intramoleculares: iônicas, covalentes e metálicas**. No entanto, para a formação de compostos moleculares, elas sofrem influência de **interações intermoleculares**, ou seja, de ligações que mantêm várias moléculas unidas. Essas por sua vez, podem ser ligações **dipolo-dipolo, por ligações de hidrogênio e interações dipolo induzido-dipolo instantâneo**. Na Dica do Professor, você irá conhecer a diferença entre as ligações intramoleculares e as ligações intermoleculares.

Conteúdo disponível na plataforma virtual de ensino. Confira!

EXERCÍCIOS

1) Qual das alternativas abaixo representa o grupo de substâncias em que os átomos são unidos por ligação covalente.

a) CCl4; KI; O2.

b) CH4; CO2; TiCl4.

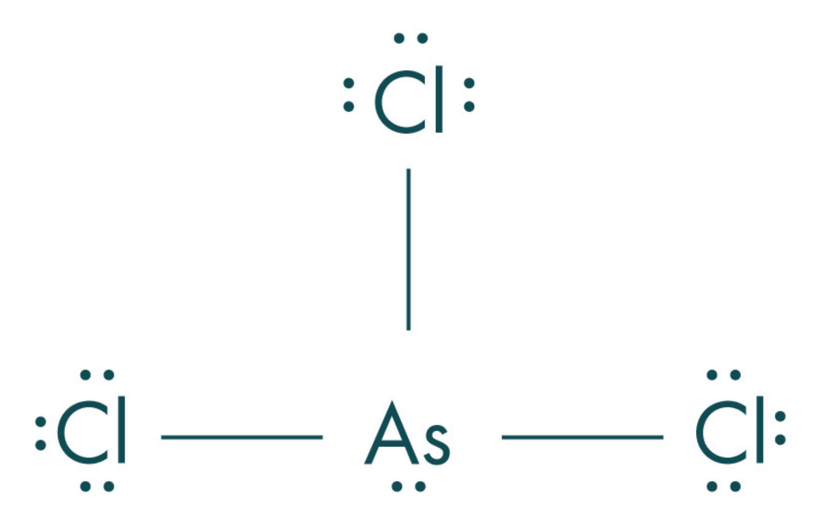
c) O3; HCl; TiCl4.

d) CaO; H2O; SO2.

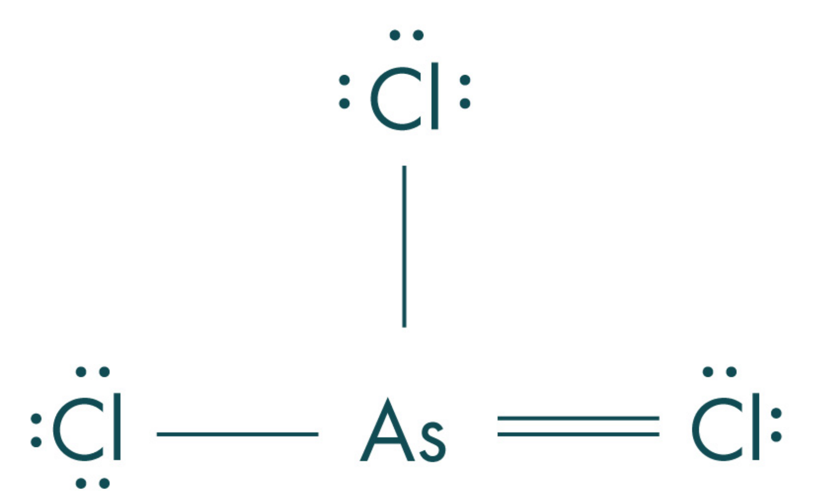
e) $MgCl_2$; Cl2; C2H6.

2) Qual das estruturas de Lewis representa corretamente as ligações entre os átomos no composto AsCl3 e o octeto da camada de valência?

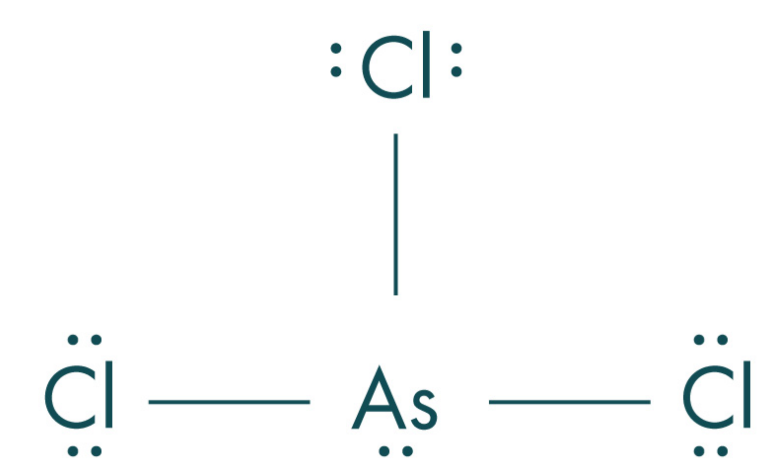
a)



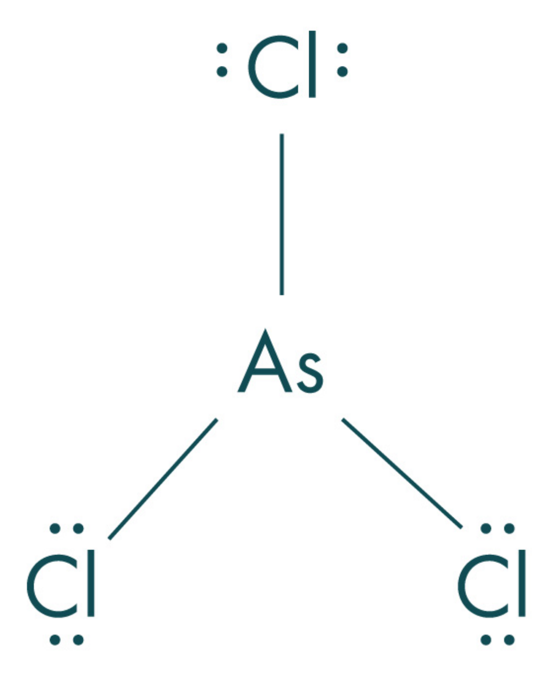
b)



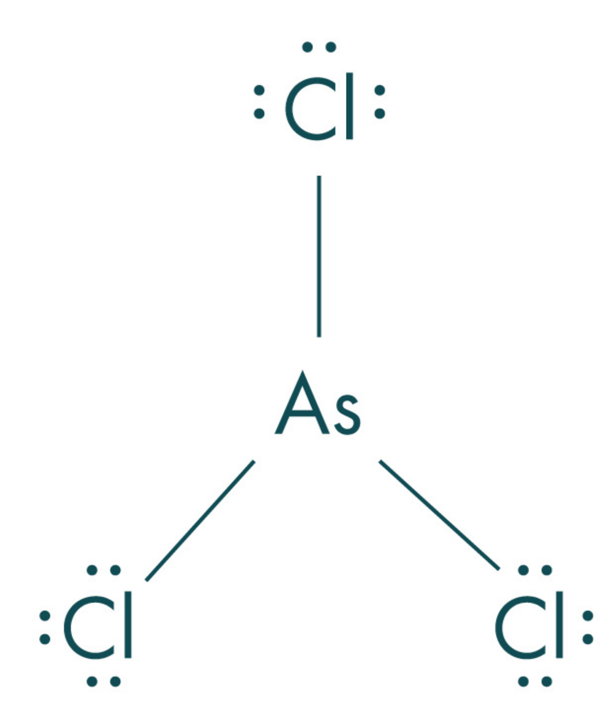
c)



d)



e)



3) A dissolução dos compostos CaCl2 (cloreto de cálcio) e KI (iodeto de potássio) em água é do tipo iônica ou dissolução de ionização?

a) Dissolução de ionização, porque ambas as substâncias são formadas por ligações covalentes. Em água, o CaCl2 forma Ca+ e Cl-. Por sua vez, o KI forma K+ e I-.

b) Dissolução de ionização, porque ambas as substâncias são formadas por ligações covalentes. Em água, o CaCl2 forma Ca2+ e Cl-. Por sua vez, o KI forma K+ e I-.

c) Dissolução iônica. Porque ambos os compostos são formados por ligação iônica e, em água, formam íons Ca+ e Cl-. Por sua vez, o KI forma K+ e I-.

d) Dissolução iônica. Porque ambos os compostos são formados por ligação iônica e, em água, formam íons Ca2+ e Cl-. Por sua vez, o KI forma K+ e I-.

e) Dissolução iônica para o CaCl2, porque o composto é formado por ligação iônica entre os íons Ca+ e Cl-. Dissolução de ionização para o KI, pois, em água, forma os íons K+ e I-.

4) Qual das afirmativas a seguir representa as características de compostos iônicos?

a) Quando átomos se unem por ligações iônicas ocorre a transferência de elétrons entre átomos, na qual o ânion formado doa um ou mais elétrons e o cátion recebe um ou mais elétrons.

b) Não conduzem eletricidade, exceto quando são fundidos, e apresentam temperatura de ponto de fusão e ebulição alta.

c) As moléculas formadas podem se unir por meio de ligações múltiplas, chamadas de ligação simples, dupla e tripla - quando um, dois ou três pares de elétrons são compartilhados, respectivamente.

d) São sólidos à temperatura ambiente, pois têm ligação forte com temperatura de ponto de fusão e ebulição baixa.

e) Conduzem corrente elétrica no estado sólido, pois os ânions formados têm carga elétrica negativa e isso possibilita a existência de cargas em movimento.

5) A ligação metílica se diferencia das ligações covalentes e iônicas por uma característica própria que vai além da ligação entre dois átomos de metais que formam as ligas metálicas. Qual das alternativas a seguir representa essa característica?

a) Um pedaço de metal é constituído por moléculas.

b) Em um retículo cristalino metálico, os átomos podem estar unidos pela doação de elétrons e formar ligações químicas.

c) Os metais são bons condutores de corrente elétrica, pois apresentam elétrons livres em sua estrutura.

d) Quando átomos de elementos metálicos se ligam, eles passam a ter o octeto completo.

e) Os metais são bons condutores de calor, pois não contam com elétrons livres na estrutura sólida.

NA PRÁTICA

A principal característica dos compostos moleculares é a **ligação de átomos de não metais por meio do compartilhamento de elétrons**. No organismo humano, é comum encontrar moléculas formadas a partir da interação entre átomos de elementos químicos dos grupos de não metais, como carbono, oxigênio, nitrogênio, hidrogênio, enxofre, entre outros.

Confira, neste Na Prática, alguns **compostos de ligação covalente**, que, em certos casos, permitem a formação de longas moléculas, tais como as substâncias presentes no cabelo, a queratina e o DNA, ou pequenas moléculas como a água. Confira, também, a função que elas desempenham no organismo.

COMPOSTOS DE NOSSO CORPO FORMADOS POR LIGAÇÕES COVALENTES

O corpo humano é um grande e complexo sistema formado pela união de átomos por meio das ligações químicas que possibilitam a formação dos compostos. Vamos conhecer três compostos moleculares presentes no corpo:

- a água,
- o DNA
- a queratina.

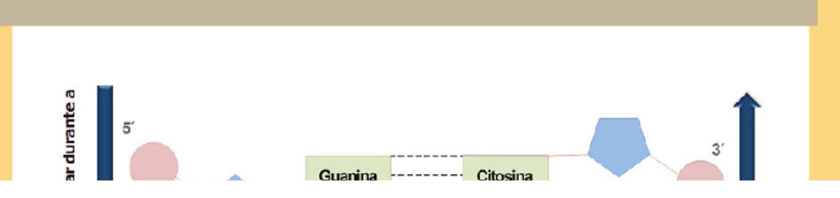


A água é um dos compostos moleculares mais abundante no corpo, responsável por aproximadamente 60% da sua composição.

Em seu estado líquido e formando soluções, compõe a maioria dos fluidos do corpo humano e é responsável por transportar os nutrientes através da corrente sanguínea até as células dos órgão.

No estado gasoso, está presente na respiração e, ainda, controla a temperatura do corpo por meio da evaporação pelos poros da pele.

Em sua estrutura molecular, o átomo de oxigênio compartilha dois elétrons com dois átomos de hidrogênio, sendo que cada hidrogênio pode compartilhar um elétron.



Sentido da síntese da fita complementar replicação do DNA

Adenina — Timina

Fosfato — Pentose — Timina — Adenina

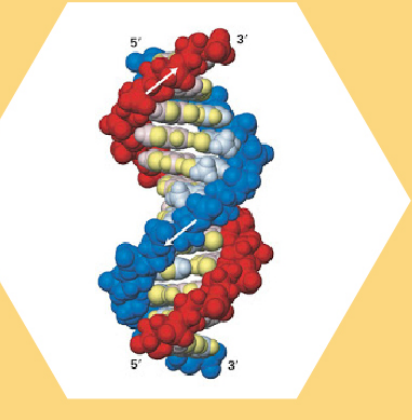
Base nitrogenada — Pontes de Hidrogênio

3′ — Nucleotídeos — 5′

O DNA é uma molécula localizada no núcleo da célula e composta por duas fitas na forma de uma dupla hélice.

Ele é responsável por armazenar todas as informações genéticas que definem as características de cada organismo vivo.

As duas fitas complementares que formam essa molécula são compostas por uma sequência de nucleotídeos, que também são moléculas, de relativa complexidade, constituídas por vários átomos de carbono (C), nitrogênio (N), hidrogênio (H) e oxigênio (O). Esses átomos são unidos por ligações intramoleculares covalentes e formam os principais compostos moleculares: um grupo fosfato, um açúcar (pentose) e uma base nitrogenada.



Essas moléculas interagem formando a fita do DNA por meio de ligações intermoleculares por ligações de hidrogênio (entre átomos de H com F, O e N).

A queratina é uma proteína secundária constituídas por cerca de 20 aminoácidos, principalmente de um aminoácido sulfurado denominado cisteína.

Essas estruturas ocorrem porque os aminoácidos da queratina interagem entre si por intermédio de ligações de hidrogênio e ligações covalentes bissulfito (-S-S-) denominadas ligações cisteídicas.

A proteína apresenta característica fibrosa porque a sua estrutura tridimensional lhe confere características especiais como microfilamentos com resistência, elasticidade e impermeabilidade à água.

Essas características são comuns de unhas, cabelos e pelos. Tem como principal objetivo proteger áreas do corpo das agressões do meio ambiente, como atrito, sol, chuvas e ventos.



SAIBA +

Para ampliar o seu conhecimento a respeito desse assunto, veja abaixo as sugestões do professor:

Química: ligações iônicas

Ligações iônicas são uma das três principais forças intramoleculares, assim como ligações covalentes e ligações metálicas. As ligações iônicas são muito fortes devido à poderosa atração eletrostática entre os íons opostos (um cátion metálico e um ânion não metálico). Apesar disso, muitos compostos iônicos se dissolvem facilmente em água. Neste vídeo, você irá compreender a ligação covalente a partir de dois exemplos da formação de uma ligação iônica, utilizando a notação de estrutura de pontos de Lewis.

Conteúdo disponível na plataforma virtual de ensino. Confira!

Química: metais e ligações metálicas

Neste vídeo, você irá ver que as ligações metálicas são um dos três tipos de forças intermoleculares, juntamente com ligações iônicas e ligações covalentes. Ainda, que metais são brilhantes, maleáveis, dúcteis e bons condutores térmicos e elétricos.

Conteúdo disponível na plataforma virtual de ensino. Confira!

Gilbert Lewis e o centenário da teoria de ligação por par de elétrons

O ano de 2016 marcou o centenário da primeira abordagem que descreveu todos os tipos de ligações químicas por meio de uma teoria unificada, como proposto pelo químico americano Gilbert Newton Lewis (1875-1946). Neste artigo,você irá conhecer mais sobre o pesquisador Lewis e todas as contribuições que ele deixou para a ciência química.

Conteúdo disponível na plataforma virtual de ensino. Confira!